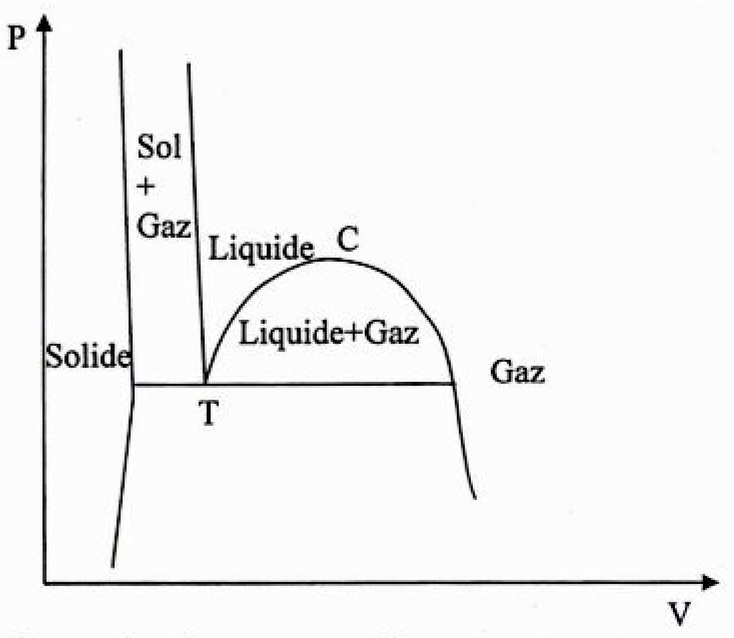
4-PROPRIETES DES CORPS PURS

1 SOLIDES - LIQUIDES - GAZ

Les **solides** sont des corps ayant un volume et une forme propre, peu compressibles, du moins pour les valeurs usuelles de la pression.

Les **liquides** sont aussi des fluides peu compressibles, ayant un volume propre et prenant la forme de la partie inférieure des volumes qu'ils occupent. Le volume est pratiquement constant à température constante (indépendant de la pression).



Les **gaz** sont des fluides compressibles sans forme ni volume propre. Ils occupent tout l'espace qui leur est disponible.

Le point critique **C** limite le domaine du changement d'état liquide - gaz. En ce point, liquide et gaz ont les mêmes propriétés; au delà de ce point l'état liquide n'existe plus.

Le point triple **T** représente l'état où solide, liquide et gaz sont en équilibre .

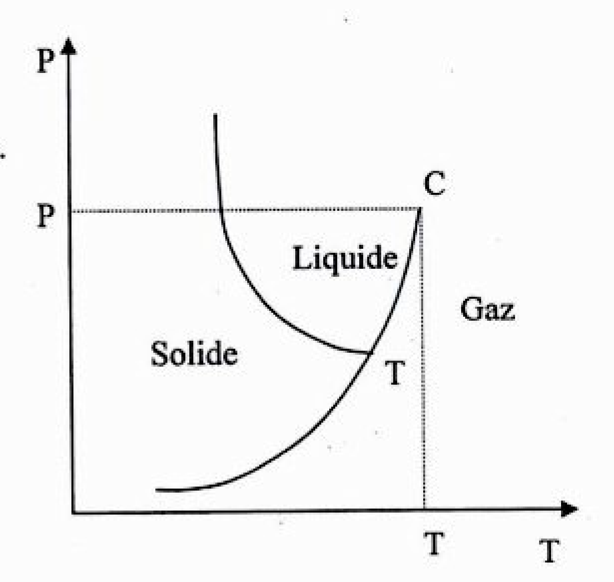
Il correspond à des valeurs uniques de la pression, du volume massique et de la température. Courbe de vaporisation de l'eau: Pression en fonction de la température.

θ °C	0	20	40	60	80	100
P mm Hg	4.6	17.5	55.3	149	355	760

Ce tableau donne:

-Pour une pression donnée, la température d'ébullition.

-Pour une température donnée, la pression de saturation.



Pour

l'eau P_c =22.09 MPa P_T =0.6113 kPa

T_c = 647.29 K T_T = 273.16 K

fréon11 Pc = 4.38 Mpa Tc = 471.2 K



2 LIQUIDE- VAPEUR

Les systèmes diphasiques liquide-vapeur (gaz) sont à la base du fonctionnement des machines thermiques dithermes: machines à vapeur, machines frigorifiques et pompes à chaleur (PAC)..

Si on trace expérimentalement les isothermes des gaz réels dans un diagramme de Clapeyron, on obtient la Fig. 4.5 : les allures de ces isothermes sont très différentes de celles du gaz parfait (Fig. 4.3).

Courbe de saturation

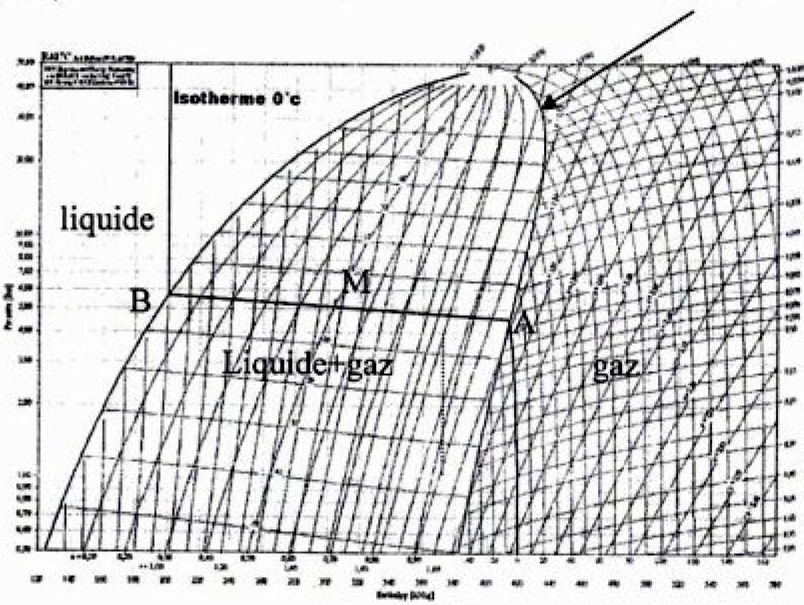


Fig. 4.5 : Isothermes d'un fluide réel

On constate alors que ces isothermes expérimentales ne ressemblent à celles du gaz parfait que pour les **faibles pressions et à grand volume** (cas du **gaz dilué** approchant le gaz parfait).

D'autre part si on **comprime le gaz,** le comportement va dépendre fortement de la température :

* si $\mathbf{T > T_c}$, au-dessus d'une certaine température T_c dite **critique** le fluide se comprime régulièrement en restant à l'état gazeux, mais la loi p = f(V) s'écarte sensiblement de celle du gaz parfait
* si $\mathbf{T < T_c}$, au-dessous de la température critique on observe un début de **liquéfaction** du gaz pour $V = V_G$. La partie de gaz liquéfié augmente progressivement si le volume diminue. Pour $V = V_L$, il n'y a plus que du liquide et la liquéfaction est totale
* si $\mathbf{T = T_c}$, le palier de liquéfaction horizontale se réduit à un point d'inflexion à tangente horizontale caractérisé par les valeurs (p_c , V_c , Tc)

La courbe en pointillé est appelée **courbe de saturation**, en-dessous de cette courbe de saturation on a toujours coexistence de l'état liquide (L) et de l'état gazeux (V) : on a alors un mélange L+V dit **mélange humide** ou **vapeur saturante.**

Ce **mélange ou vapeur humide** est caractérisé par son **titre x,** indiquant la proportion de vapeur dans le mélange :



Le **titre x** (en %) du mélange L+V est défini par :

x = quantité de vapeur / quantité totale de fluide

soit, **x = (VM-VB)/(VA-VB) = MB / AB**

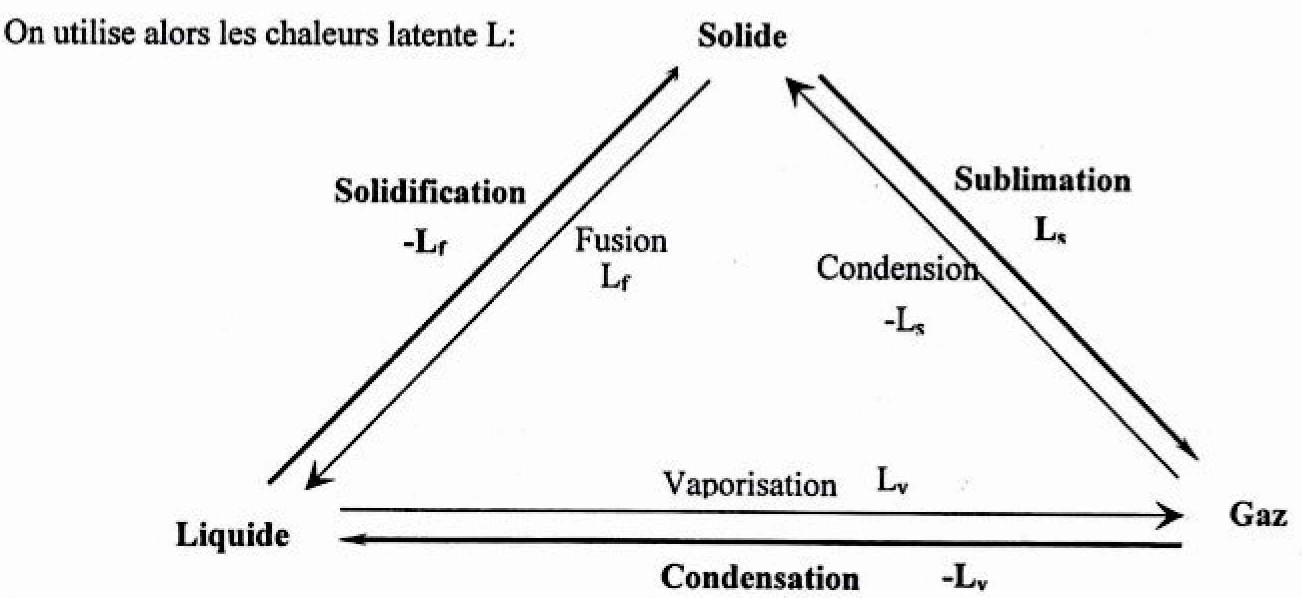
4.8)

* si le point M = A, alors on a **x = 1 (vapeur juste sèche)**
* si le point M = B, alors on a **x = 0 (liquide saturé)**
* à l'intérieur de la courbe de saturation, on a $0 < x < 1$ (courbes isotitres)

3 CHANGEMENTS D'ETATS

Les changements d'états, ou transformations de phase, correspondent à des changements dans la structure des corps dûs à des modifications des liaisons entre les molécules.

On utilise alors les chaleurs latente L:



Au point triple: $L_s = L_f + L_v$

L est fonction de la température et de la pression. Pour l'eau: formule de Regnault

$L_v = 606.5 - 0.695\ \theta$

La formule de Duperray lie la pression et la température de changement d'état, entre 100 °C et 200 °C: **$P = (\theta/100)^4$**, P en atm.

4 GAZ.

L'étude des gaz représente une partie importante de la thermodynamique, notamment à cause de l'utilisation de l'air dans les moteurs.

L'étude des cycles moteurs utilise les propriétés des gaz. On définit un certain nombre de coefficients élastiques:

coefficient **d'augmentation de volume à P** constante: $\alpha = 1/V\ (\partial V/\partial T)_P$



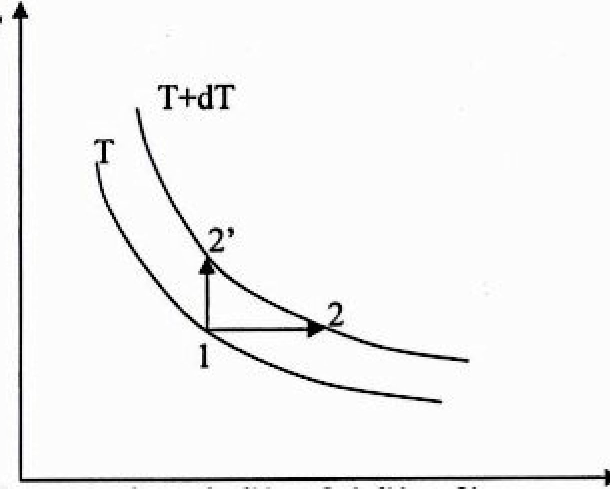
coefficient **d'augmentation de pression à V** constant: $\beta = 1/P\,(\partial P/\partial T)_V$

coefficient de **compressibilité adiabatique:** $\chi_Q = -1/V\,(\partial V/\partial P)_Q$

coefficient de **compressibilité isotherme**: $\chi_T = -1/V\,(\partial V/\partial P)_T$:

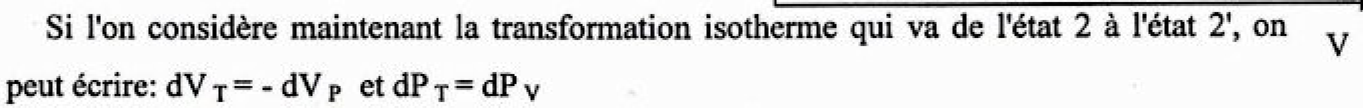
Ces coefficients ne sont pas indépendants:

Considérons les transformations infinitésimales réversibles amenant un système de l'état 1 à la température T aux états 2 et 2', à la température T+dT, respectivement à V ou P constant:



Au cours de ces transformations on peut écrire:

$dV_P = \alpha\, V\, dT$ et $dP_V = \beta\, P\, dT$



Si l'on considère maintenant la transformation isotherme qui va de l'état 2 à l'état 2', on peut écrire: $dV_T = -\,dV_P$ et $dP_T = dP_V$

$\chi_T = -(1/V).(\alpha\, V\, dT)/(-\,\beta\, P\, dT)$, et $(\beta\, \chi_T\, P)/\alpha = 1$

$$(\partial P/\partial T)\,(\partial V/\partial P)\,(\partial T/\partial V) = -1$$

Cette relation est vérifiée pour toute fonction $f(P,T,V) = 0$

Pour l'étude des gaz on utilise souvent l'approximation des gaz parfaits:

$PV = NRT$. sinon on utilise des équations d'état dites de gaz réels telle l'équation de Van der Waals: $(P + a/V^2)(V-b) = NRT$


ETUSUP.com